

SOLUCIONES EJERCICIOS PH DÍA 28 ENERO 2014 (VISITA A VETERINARIA)

- 14 PAU** Calcula el pH y el grado de ionización de una disolución de ácido acético que sea 0,1 M, 0,05 M y 0,005 M. ¿Qué relación podemos establecer entre el grado de ionización y la concentración inicial del ácido? Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$

	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$		
Inicial	c	0	0
Ioniza	$-x$	x	x
Equilibrio	$c - x$	x	x

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c - x}$$

■ Para $c = 0,1$ M:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,1 - x} \approx \frac{x^2}{0,1}$$

$$x = 1,34 \cdot 10^{-3}; \text{pH} = 2,87$$

$$\alpha = \frac{1,34 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,34 \cdot 10^{-2}$$

■ Para $c = 0,05$ M:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,05 - x} \approx \frac{x^2}{0,05}$$

$$x = 9,5 \cdot 10^{-4}; \text{pH} = 3,02; \alpha = 1,90 \cdot 10^{-2}$$

■ Para $c = 0,005$ M:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,005 - x}; 9 \cdot 10^{-8} - 1,8 \cdot 10^{-5} x = x^2$$

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 9 \cdot 10^{-8} = 0; x = 2,91 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3,54$$

$$\alpha = 5,82 \cdot 10^{-2}$$

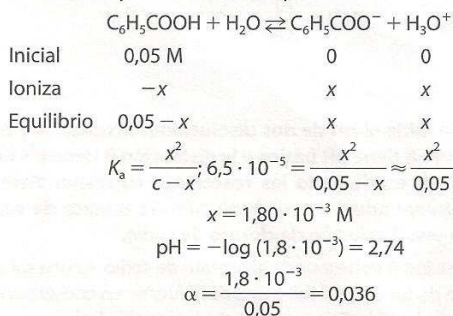
Se puede concluir que, cuanto menor es la concentración del ácido, mayor es su pH (la disolución es menos ácida) y mayor su grado de disociación.

- 12 PAU** Tenemos una disolución de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ (ácido benzoico) 0,05 M. Calcula $[\text{H}_3\text{O}^+]$, el pH del medio y el grado de ionización del ácido.

Dato: $K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$

Se plantea el equilibrio de disociación del ácido benzoico.

Obsérvese la diferencia que existe entre despreciar la cantidad de ácido que se ioniza con respecto a la cantidad de ácido inicial y no hacer esa simplificación:



Si no se hace la simplificación:

$$x = 1,77 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

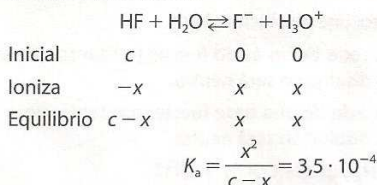
$$\text{pH} = 2,75$$

$$\alpha = 0,035$$

- 13 PAU** Calcula el pH y el porcentaje de ionización del HF a las siguientes concentraciones: 1 M, 0,1 M y 10^{-4} M. ¿Qué conclusión puedes extraer de los resultados?

Dato: $K_a = 3,5 \cdot 10^{-4}$

Se plantea el equilibrio de disociación del HF y se resuelve en los casos propuestos.



■ Para $c = 1$:

$$3,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{1-x}; x = 0,0185$$

$$\text{pH} = 1,73; \% \text{ disociación} = \frac{x}{c} \cdot 100 = 1,85 \%$$

■ Para $c = 0,1$:

$$3,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{0,1-x}; x = 5,74 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = 2,24; \% \text{ disociación} = 5,74 \%$$

■ Para $c = 10^{-4}$:

$$3,5 \cdot 10^{-4} = \frac{x^2}{10^{-4}-x}; x = 8,12 \cdot 10^{-5}$$

$$\text{pH} = 4,09; \% \text{ disociación} = \frac{x}{c} \cdot 100 = 81,17 \%$$

Obsérvese que cuanto menor es la concentración del ácido, mayor es el pH (el medio es menos ácido) y mayor es el porcentaje de disociación.

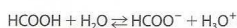
- 14 PAU** Calcula la cantidad (en gramos) de ácido fórmico (HCOOH) que necesitamos para preparar 200 mL de disolución de $\text{pH} = 2$.

Dato: $K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$

Se plantea el equilibrio de disociación del ácido fórmico. En este caso, el pH nos permitirá conocer la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en estado de equilibrio; a partir de ahí, determinaremos la concentración inicial del ácido:

$$\text{pH} = 2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}$$



Inicial	c	0	0
Ioniza	-x	x	x
Equilibrio	c - x	x	x = 10 ⁻²

$$K_a = \frac{x^2}{c - x}; 1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-2})^2}{c - 10^{-2}}; c = 0,566 \text{ M}$$

$$M = n/V; n = 0,566 \cdot 0,2 = 0,113 \text{ mol}$$

$$M_{\text{HCOOH}} = 2 + 12 + 16 \cdot 2 = 46 \text{ g/mol}$$

$$m = nM_{\text{HCOOH}} = 0,113 \cdot 46 = 5,21 \text{ g de HCOOH}$$

- 15 PAU** Si HA tiene $pK_a = 3,45$ y HB tiene $pK_a = 6$, ¿cuál de los dos ácidos es más fuerte?

Para HA, $K_a = 3,55 \cdot 10^{-4}$, mientras que para HB, $K_a = 10^{-6}$. Por tanto, es más fuerte el ácido HA.

- 16 PAU** El ácido láctico es el responsable de las agujetas que padecemos después de realizar un ejercicio físico intenso sin estar acostumbrados a ello. Desde el punto de vista químico, se trata de un ácido débil que podemos indicar como HL. Al medir el pH de una disolución 0,05 M de este ácido, se obtiene un valor de 2,59. Calcula: **a)** la concentración de H^+ de la disolución; **b)** el valor de su constante de acidez; **c)** la concentración de OH^- de la disolución.

Llamamos HL al ácido láctico. Estudiamos su equilibrio de disociación:



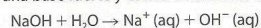
Inicial	0,05	0	0
Reacciona	-x	x	x
Equilibrio	0,05 - x	x	x

a) $\text{pH} = 2,59 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,57 \cdot 10^{-3} = x$

b) $K_a = \frac{x \cdot x}{0,05 - x} = \frac{(2,57 \cdot 10^{-3})^2}{0,05 - 2,57 \cdot 10^{-3}} = 1,39 \cdot 10^{-4}$

c) $[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,57 \cdot 10^{-3}} = 3,89 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

El NaOH es una base fuerte y estará totalmente disociado:



La $[\text{OH}^-]$, que procede de la disociación del NaOH, coincide con la concentración de esta base, es decir, $1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$.

El pOH de la disolución se obtiene a partir de la concentración de todos los iones OH^- presentes en ella, es decir, los que proceden de la base y los que resultan de la ionización del agua que, en este caso, no se pueden despreciar, ya que la $[\text{OH}^-]$ de la disolución de NaOH es muy pequeña.

$$[\text{OH}^-] = [\text{OH}^-]_{\text{base}} + [\text{OH}^-]_{\text{agua}} = 1 \cdot 10^{-9} + 1 \cdot 10^{-7} \approx 10^{-7}$$

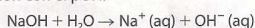
$$\text{pOH} = 7 = \text{pH}$$

Con una disolución muy diluida de este compuesto conseguiremos un medio neutro, con un pH que en la práctica es igual a 7, pero ligeramente por encima; luego no será posible preparar una disolución moderadamente ácida.

- 16 PAU** Determina cuál debe ser la concentración de una disolución de NaOH para que su pH sea 11,48. Compáralo con la disolución de amoníaco que presenta el mismo valor de pH.

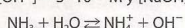
El NaOH es una base fuerte; en agua estará completamente disociado. Por su parte, el NH_3 es una base débil; su equilibrio de disociación vendrá determinado por su K_b .

En cualquiera de los dos casos, el valor del pH se determina por su relación con el pOH.



$$\text{pH} + \text{pOH} = 14; \text{pOH} = 14 - 11,48 = 2,52$$

Por tanto, $[\text{OH}^-] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y $[\text{NaOH}] = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.



Inicial	c	0	0
Ioniza	-x	x	x
Equilibrio	c - x	x	x = 3 \cdot 10^{-3} \text{ M}

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{(3 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3 \cdot 10^{-3}}; c = 0,5 \text{ M}$$

- 17 PAU** Calcula el pH de una disolución de NaOH de concentración $1 \cdot 10^{-9} \text{ M}$. ¿Sería útil emplear disoluciones muy diluidas de este compuesto para preparar disoluciones moderadamente ácidas?